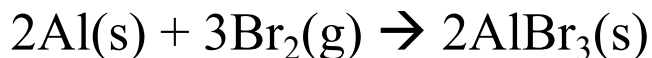
Legge di conservazione della materia

- Le reazioni chimiche non producono distruzione o creazione di atomi. Perciò tutti gli atomi presenti nei reagenti devono essere presenti, nella stessa quantità, anche nei prodotti.

- Si può trovare il numero totale di atomi presenti per ciascun tipo, moltiplicando il coefficiente della formula in cui l'atomo si trova per il valore sottoscritto di quell'atomo nella stessa formula:

$$2AlBr_3 = 2 \text{ atomi di Al e } (3 \times 2) = 6 \text{ atomi di Br}$$

- Si consideri la reazione:

$$2Al(s) + 3Br_2(g) \rightarrow 2AlBr_3(s)$$

Ci sono 2 atomi di Al e 6 atomi di Br nei reagenti e 2 atomi di Al e 6 atomi di Br nei prodotti.

Bilanciare un’equazione chimica

- Un’equazione chimica bilanciata ha lo stesso numero e tipo di atomi nei reagenti e nei prodotti.

- Bilanciare un’equazione: aggiustare il numero di atomi nei vari elementi introducendo coefficienti davanti alle varie formule

- I pedici nelle varie formule devono essere lasciati invariati perché essi indicano la composizione elementare dei prodotti e dei reagenti

- Si inizia con il bilanciare gli atomi che sono presenti in un solo reagente e/o in un solo prodotto, quindi si bilanciano gli altri atomi.

Reazioni redox

Le reazioni redox procedono con trasferimento elettronico dalla specie che si ossida (aumenta lo stato di ossidazione) verso la specie che si riduce (riduce lo stato di ossidazione).

Ossidante: specie avida di elettroni; è la specie che si riduce ad opera degli elettroni acquisiti dal riducente.

Riducente: specie prodiga di elettroni; è la specie che si ossida donando elettroni all'ossidante.

$$Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \leftrightarrows Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

Metodo di bilanciamento ionico-elettronico

1. Individuare la specie che si ossida e quella che si riduce.
2. Se la reazione avviene in soluzione acquosa è buona norma scriverla in forma ionica.
3. Scrivere la semireazione di riduzione e di ossidazione.
4. Bilanciare le due semireazioni facendo attenzione a conservare il numero totale di atomi delle varie specie e la carica elettrica.
5. Si combinano le due semireazioni, tenendo presente che il numero di elettroni acquistati dall'ossidante deve essere pari al numero di elettroni ceduti dal riducente.

Esempio: $3\ Mg + 2\ Au^{3+} \rightarrow 3\ Mg^{2+} + 2Au$

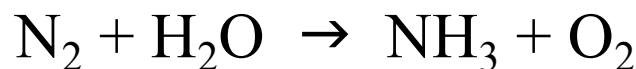
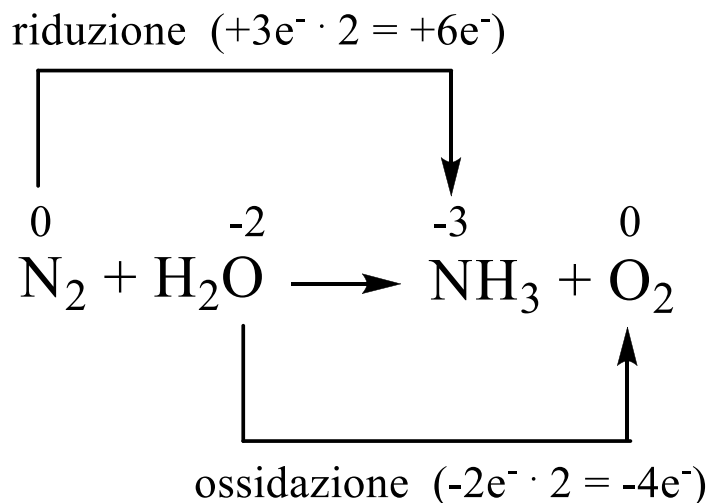
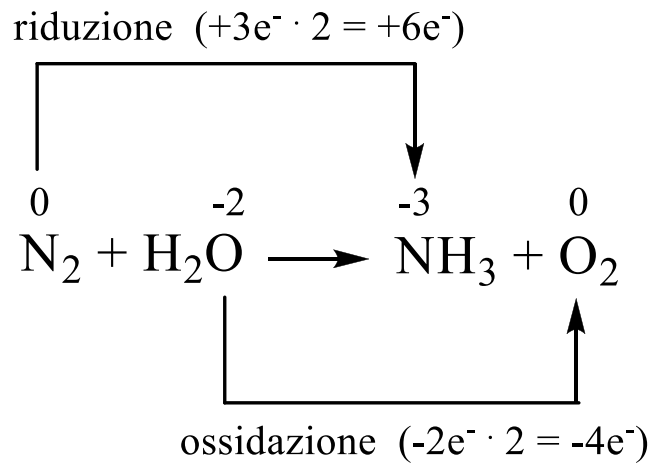
In tale equazione bilanciata è rispettata la conservazione della carica elettrica e della materia.

Metodo diretto della variazione del numero di ossidazione

Le principali regole sono:

1) Scrivere l’equazione di reazione in forma ionica con le formule di tutti i reagenti e i prodotti.
2) Individuare tra i reagenti e i prodotti la specie che si ossida e quella che si riduce e valutare la variazione dei numeri di ossidazione.
3) Unire con una freccia gli atomi dell'elemento che si ossida e con un'altra gli atomi dell'elemento che si riduce, individuando in tal modo le semireazioni di ossidazione e di riduzione.
4) In corrispondenza di ciascuna freccia scrivere il numero di elettroni persi ed acquistati, calcolato come prodotto tra la variazione (in aumento o in diminuzione) del numero di ossidazione ed il numero di atomi dell'elemento che reagisce.
5) Scrivere i coefficienti stechiometrici per bilanciare il guadagno e la perdita di elettroni.
6) Eseguire il bilanciamento delle masse.

Bilanciare la seguente reazione redox con il metodo diretto:

$$N_2 + H_2O \rightarrow NH_3 + O_2$$

- L'azoto diminuisce il suo n.o. (riduzione) passando da 0 a -3 con una variazione di 3 elettroni che, moltiplicati per i 2 atomi di azoto presenti in N_2, cioè per l'indice dell'elemento che si riduce, danno 6 elettroni acquistati.
- L'ossigeno aumenta il suo n.o. (ossidazione) passando da -2 a 0, con una variazione di 2 elettroni che, moltiplicati per i 2 atomi di ossigeno presenti in O_2, danno 4 elettroni ceduti.

I due atomi di N che si riducono, acquistando ciascuno 3 elettroni, catturano complessivamente 6 elettroni, mentre gli atomi di O presenti nelle due molecole di acqua, che si ossidano a O_2, perdono complessivamente 4 elettroni. Poiché il numero di elettroni acquistati dalla specie che si riduce deve essere uguale al numero di elettroni ceduti dalla specie che si ossida, si moltiplica l'azoto per 2 e l'ossigeno per 3, in modo da avere complessivamente 12 elettroni scambiati.

Reazione bilanciata: **$2N_2 + 6H_2O \rightarrow 4NH_3 + 3O_2$**

METODO DELLE SEMIREAZIONI

Metodo delle semireazioni in ambiente acido

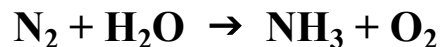
Tale sistema consiste nello scrivere separatamente la reazione di ox e di red. Dopo il bilanciamento esse vengono sommate membro a membro per riprodurre l'equazione generale.

Le principali regole sono:

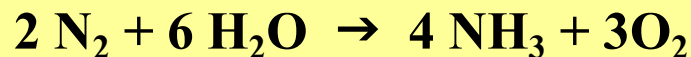
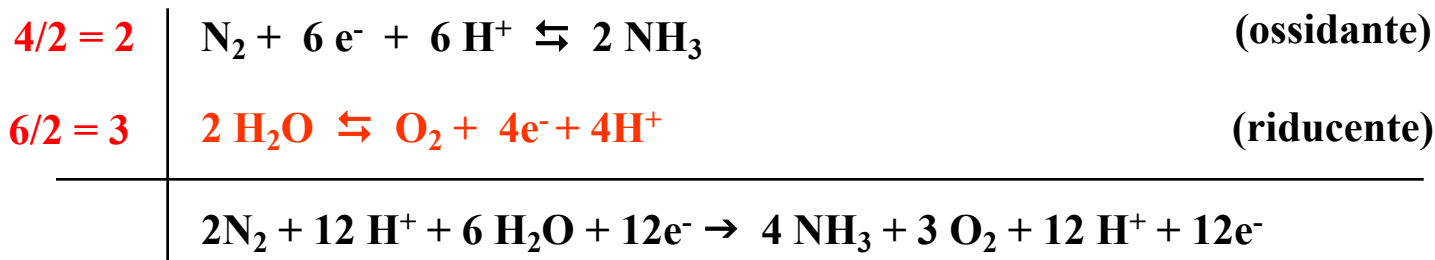
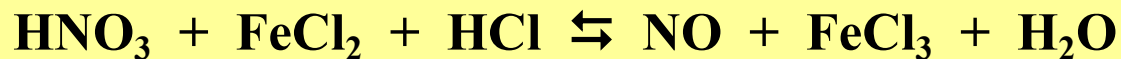
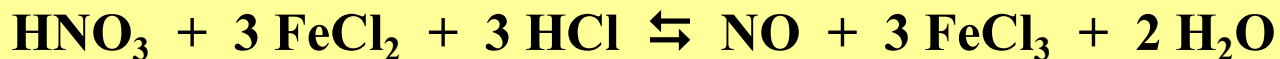
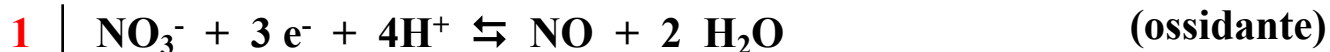
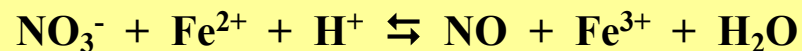
1) Individuare tra i reagenti la specie che si ossida e la specie che si riduce, determinando i prodotti di ossidazione e di riduzione;
2) scrivere le semireazioni dell'ossidante e del riducente (con il relativo bilanciamento delle specie) e determinare la cessione o l'acquisto di elettroni;
3) eseguire il **bilanciamento delle masse** nelle semireazioni (se necessario);
4) bilanciare eventualmente l'ossigeno aggiungendo molecole di acqua e l'idrogeno aggiungendo ioni H^+;
5) eseguire il **bilanciamento delle cariche** introducendo, opportunamente, cariche negative sotto forma di elettroni;
6) moltiplicare la semireazione di riduzione per il numero di elettroni ceduti dalla specie riducente e la semireazione di ossidazione per il numero di elettroni acquistati dalla specie ossidante;
7) sommare algebricamente le due semireazioni semplificando i termini simili.

$$N_2 + H_2O \rightarrow NH_3 + O_2$$

La semireazione di riduzione è:

$$N_2 + \mathbf{6e^-} + 6H^+ \rightarrow 2NH_3$$

La semireazione di ossidazione è:

$$2H_2O \rightarrow O_2 + \mathbf{4e^-} + 4H^+$$

Si calcola il *rapporto di scambio elettronico* tra la specie che si riduce e quella che si ossida (rapporto tra elettroni acquistati ed elettroni ceduti). In questo caso il rapporto sarà 6/4 = 3/2. Si utilizzano numeratore e denominatore del rapporto di scambio per moltiplicare, in croce, entrambi i membri delle due semireazioni. In altre parole si usa il numero trovato in una semireazione per moltiplicare l'altra (e viceversa), in modo che siano bilanciati (minimo comune multiplo) gli elettroni trasferiti (bilancio elettronico):

4/2 = 2	$N_2 + 6\,e^- + 6\,H^+ \leftrightarrows 2\,NH_3$	**(ossidante)**
6/2 = 3	$2\,H_2O \leftrightarrows O_2 + 4e^- + 4H^+$	**(riducente)**
	$2N_2 + 12\,H^+ + 6\,H_2O + 12e^- \rightarrow 4\,NH_3 + 3\,O_2 + 12\,H^+ + 12e^-$	

$$2\,N_2 + 6\,H_2O \rightarrow 4\,NH_3 + 3O_2$$

Bilanciare la seguente reazione redox:

$$HNO_3 + FeCl_2 + HCl \leftrightarrows NO + FeCl_3 + H_2O$$

Forma ionica $NO_3^- + Fe^{2+} + H^+ \leftrightarrows NO + Fe^{3+} + H_2O$

$$NO_3^- + 4H^+ + 3\,e^- \leftrightarrows NO + 2\,H_2O$$

$$Fe^{2+} \leftrightarrows Fe^{3+} + e^-$$

semireazioni

1	$NO_3^- + 3\,e^- + 4H^+ \leftrightarrows NO + 2\,H_2O$	(ossidante)
3	$Fe^{2+} \leftrightarrows Fe^{3+} + e^-$	(riducente)
	$NO_3^- + 3\,Fe^{2+} + 4\,H^+ \leftrightarrows NO + 3\,Fe^{3+} + 2\,H_2O$	

$$HNO_3 + 3\,FeCl_2 + 3\,HCl \leftrightarrows NO + 3\,FeCl_3 + 2\,H_2O$$

Bilanciare la seguente reazione redox:

$$HNO_3 + FeCl_2 + HCl \leftrightarrows NO + FeCl_3 + H_2O$$

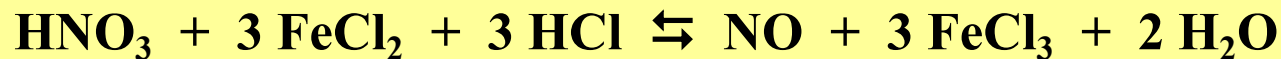
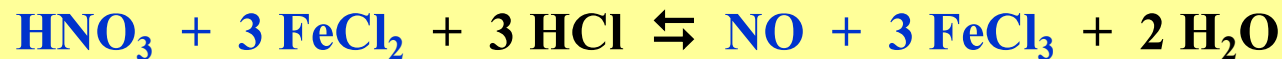
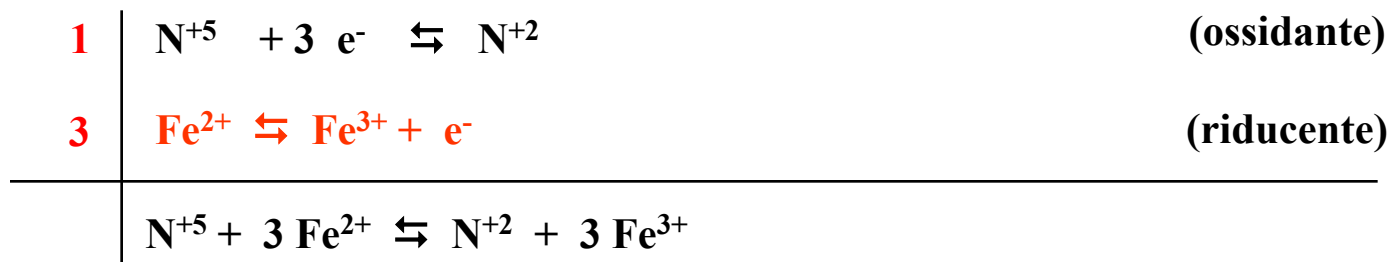
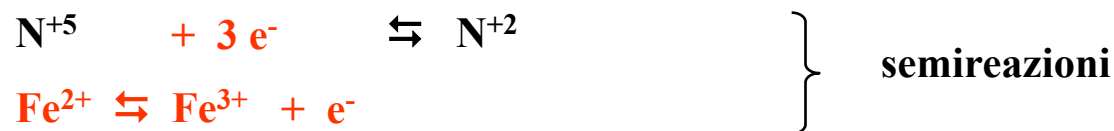
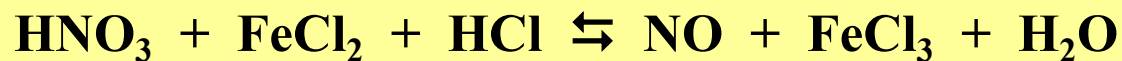
$$N^{+5} + 3\,e^- \leftrightarrows N^{+2}$$

$$Fe^{2+} \leftrightarrows Fe^{3+} + e^-$$

semireazioni

1	$N^{+5} + 3\,e^- \leftrightarrows N^{+2}$	(ossidante)
3	$Fe^{2+} \leftrightarrows Fe^{3+} + e^-$	(riducente)
	$N^{+5} + 3\,Fe^{2+} \leftrightarrows N^{+2} + 3\,Fe^{3+}$	

$$HNO_3 + 3\,FeCl_2 + 3\,HCl \leftrightarrows NO + 3\,FeCl_3 + 2\,H_2O$$

$$HNO_3 + 3\,FeCl_2 + 3\,HCl \leftrightarrows NO + 3\,FeCl_3 + 2\,H_2O$$

Metodo delle semireazioni in ambiente basico (Metodologia A)

Le principali regole sono:

1) Individuare tra i reagenti la specie che si ossida e la specie che si riduce, determinando i prodotti di ossidazione e di riduzione;
2) scrivere le semireazioni dell'ossidante e del riducente (con il relativo bilanciamento delle specie) e determinare la cessione o l'acquisto di elettroni;
3) eseguire il **bilanciamento delle masse** nelle semireazioni (se necessario);
4) aggiungere tanti ioni OH^- in modo da bilanciare le cariche negative;
5) bilanciare idrogeno e ossigeno aggiungendo molecole di acqua (H_2O);
6) moltiplicare la semireazione di riduzione per il numero di elettroni ceduti dalla specie riducente e la semireazione di ossidazione per il numero di elettroni acquistati dalla specie ossidante;
7) sommare algebricamente le due semireazioni semplificando i termini simili.

Bilanciare la seguente reazione redox:

$$As + KClO + KOH \leftrightarrows K_3AsO_4 + KCl + H_2O$$

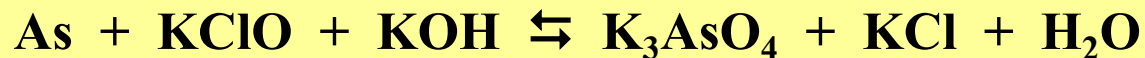
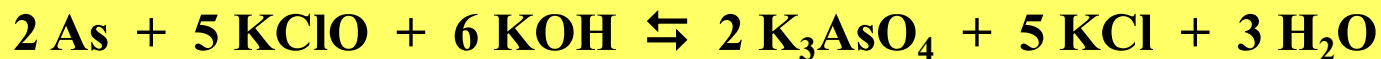
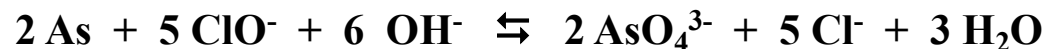
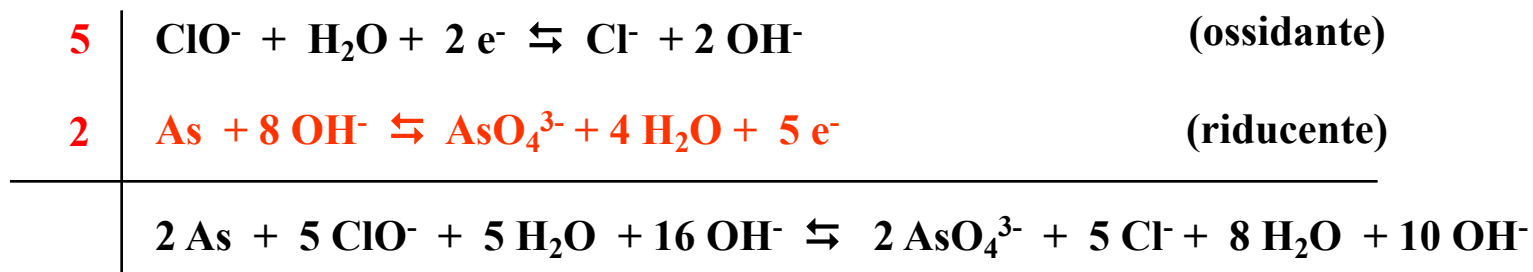
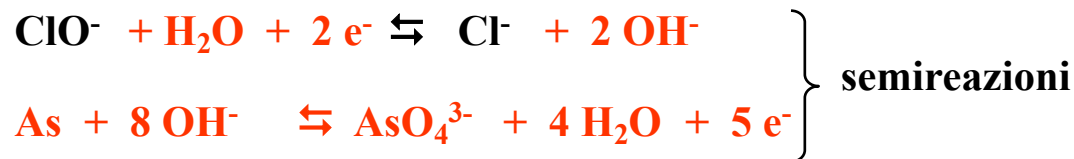
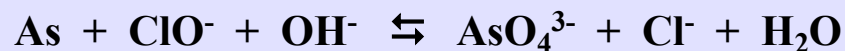
Forma ionica $As + ClO^- + OH^- \leftrightarrows AsO_4^{3-} + Cl^- + H_2O$

$$ClO^- + H_2O + 2\,e^- \leftrightarrows Cl^- + 2\,OH^-$$
$$As + 8\,OH^- \leftrightarrows AsO_4^{3-} + 4\,H_2O + 5\,e^-$$

semireazioni

5	$ClO^- + H_2O + 2\,e^- \leftrightarrows Cl^- + 2\,OH^-$	(ossidante)
2	$As + 8\,OH^- \leftrightarrows AsO_4^{3-} + 4\,H_2O + 5\,e^-$	(riducente)
	$2\,As + 5\,ClO^- + 5\,H_2O + 16\,OH^- \leftrightarrows 2\,AsO_4^{3-} + 5\,Cl^- + 8\,H_2O + 10\,OH^-$	

$$2\,As + 5\,ClO^- + 6\,OH^- \leftrightarrows 2\,AsO_4^{3-} + 5\,Cl^- + 3\,H_2O$$

$$2\,As + 5\,KClO + 6\,KOH \leftrightarrows 2\,K_3AsO_4 + 5\,KCl + 3\,H_2O$$

Metodo delle semireazioni in ambiente basico (Metodologia B)

Si possono bilanciare le reazioni reodox in ambiente basico anche ricorrendo al metodo proposto in ambiente acido, apportando le seguenti modifiche.

Si scrivono le semireazioni di ossidazione e di riduzione, bilanciando le masse, le cariche e gli elettroni trasferiti; dopo aver sommato algebricamente le due semireazioni, eliminando o semplificando i termini simili, **gli ioni H^+ vengono neutralizzati mediante l'aggiunta di altrettanti ioni OH^- sia tra i reagenti che nei prodotti.**

Bilanciare la seguente reazione redox:

$$As + KClO + KOH \leftrightarrows K_3AsO_4 + KCl + H_2O$$

Forma ionica $As + ClO^- + OH^- \leftrightarrows AsO_4^{3-} + Cl^- + H_2O$

$$ClO^- + 2 H^+ + 2 e^- \leftrightarrows Cl^- + H_2O$$

$$As + 4 H_2O \leftrightarrows AsO_4^{3-} + 8 H^+ + 5 e^-$$

semireazioni

5	$ClO^- + 2 H^+ 2 e^- \leftrightarrows Cl^- + H_2O$	(ossidante)
2	$As + 4 H_2O \leftrightarrows AsO_4^{3-} + 8 H^+ + 5 e^-$	(riducente)
	$2 As + 5 ClO^- + 8 H_2O + 10 H^+ \leftrightarrows 2 AsO_4^{3-} + 5 Cl^- + 5 H_2O + 16 H^+$	

$$2 As + 5 ClO^- + 3 H_2O + 6 OH^- \leftrightarrows 2 AsO_4^{3-} + 5 Cl^- + 6 H^+ + 6 OH^-$$

$$2 As + 5 ClO^- + 6 OH^- \leftrightarrows 2 AsO_4^{3-} + 5 Cl^- + 3 H_2O$$

$$2 As + 5 KClO + 6 KOH \leftrightarrows 2 K_3AsO_4 + 5 KCl + 3 H_2O$$

Bilanciare la seguente reazione redox di disproporzione:

$$K_2MnO_4 + H_2O \leftrightarrows MnO_2 + KMnO_4 + KOH$$

Forma ionica →

$$MnO_4^{2-} + H_2O \leftrightarrows MnO_2 + MnO_4^- + OH^-$$

$$MnO_4^{2-} + 2e^- + 2H_2O \leftrightarrows MnO_2 + 4OH^-$$
$$MnO_4^{2-} \leftrightarrows MnO_4^- + e^-$$

} semireazioni

1	$MnO_4^{2-} + 2e^- + 2H_2O \leftrightarrows MnO_2 + 4OH^-$	(ossidante)
2	$MnO_4^{2-} \leftrightarrows MnO_4^- + e^-$	(riducente)
	$3MnO_4^{2-} + 2H_2O \leftrightarrows MnO_2 + 2MnO_4^- \ 4OH^-$	

$$3K_2MnO_4 + 2H_2O \leftrightarrows MnO_2 + 2KMnO_4 + 4KOH$$

Bilanciare la seguente reazione redox di disproporzione:

$$K_2MnO_4 + H_2O \leftrightarrows MnO_2 + KMnO_4 + KOH$$

$Mn^{6+} + 2\,e^- \leftrightarrows Mn^{4+}$

$Mn^{6+} \leftrightarrows Mn^{7+} + e^-$

} semireazioni

1	$Mn^{6+} + 2\,e^- \leftrightarrows Mn^{4+}$	(ossidante)
2	$Mn^{6+} \leftrightarrows Mn^{7+} + e^-$	(riducente)
	$3\,Mn^{6+} \leftrightarrows Mn^{4+} + 2\,Mn^{7+}$	

$$3\,K_2MnO_4 + ?\,H_2O \leftrightarrows MnO_2 + 2\,KMnO_4 + ?\,KOH$$

$$3\,K_2MnO_4 + 2\,H_2O \leftrightarrows MnO_2 + 2\,KMnO_4 + 4\,KOH$$

Bilanciare la seguente reazione redox di disproporzione:

$$KClO \rightarrow KCl + KClO_3$$

Forma ionica ➔ $ClO^- \rightarrow Cl^- + ClO_3^-$

$ClO^- + 2H^+ + 2e^- \rightarrow Cl^- + H_2O$

$ClO^- + 2H_2O \rightarrow ClO_3^- + 4H^+ + 4e^-$

} semireazioni

2	$ClO^- + 2H^+ + 2e^- \rightarrow Cl^- + H_2O$	(ossidante)
1	$ClO^- + 2H_2O \rightarrow ClO_3^- + 4H^+ + 4e^-$	(riducente)

$$3ClO^- + 4H^+ + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 2Cl^- + 2H_2O + ClO_3^- + 4H^+ + 4e^-$$

$$3ClO^- \rightarrow 2Cl^- + ClO_3^-$$

$$3KClO \rightarrow 2KCl + KClO_3$$

Bilanciare la seguente reazione redox di disproporzione:

$$KMnO_4 + MnCl_2 + H_2O \rightarrow HCl + MnO_2 + KCl$$

Forma ionica →

$$MnO_4^- + Mn^{+2} + H_2O \rightarrow H^+ + MnO_2$$

$$MnO_4^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$$
$$Mn^{2+} + 2H_2O \rightarrow MnO_2 + 4H^+ + 2e^-$$

} **semireazioni**

2	$MnO_4^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$	(ossidante)
3	$Mn^{2+} + 2H_2O \rightarrow MnO_2 + 4H^+ + 2e^-$	(riducente)

$$2MnO_4^- + 3Mn^{2+} + 8H^+ + 6H_2O + 6e^- \rightarrow 5MnO_2 + 4H_2O + 12H^+ + 6e^-$$

$$2MnO_4^- + 3Mn^{2+} + 2H_2O \rightarrow 5MnO_2 + 4H^+$$

$$2KMnO_4 + 3MnCl_2 + 2H_2O \rightarrow 5MnO_2 + 4HCl + 2KCl$$

Reazioni redox in presenza di sostanze organiche

Le principali regole di bilanciamento in presenza di sostanze organiche sono:

1) individuare tra i reagenti la specie che si ossida e la specie che si riduce, analizzando in prima luogo la semireazione inorganica;

2) porre nella semireazione con sostanze organiche accanto alla specie con numero minore di atomi di ossigeno un opportuno numero di molecole di H_2O per bilanciare gli atomi di ossigeno;

3) nella stessa semireazione con sostanze organiche, bilanciare gli atomi di idrogeno mediante aggiunta di ioni H^+;

4) procedere al bilanciamento secondo il metodo delle semireazioni.

Bilanciare la seguente reazione redox:

$$KMnO_4 + H_2C_2O_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + CO_2 + H_2O$$

Forma ionica →

$$MnO_4^- + H^+ + C_2O_4^{-2} \rightarrow Mn^{+2} + CO_2 + H_2O$$

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

$$C_2O_4^{2-} \rightarrow 2CO_2 + 2e^-$$

} **semireazioni**

2	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	**(ossidante)**
5	$C_2O_4^{2-} \rightarrow 2CO_2 + 2e^-$	**(riducente)**

$$2MnO_4^- + 5C_2O_4^{2-} + 16H^+ + 10e^- \rightarrow 2Mn^{2+} + 10CO_2 + 8H_2O + 10e^-$$

$$2MnO_4^- + 5C_2O_4^{2-} + 16H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 10CO_2 + 8H_2O$$

$$2KMnO_4 + 5H_2C_2O_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 10CO_2 + 8H_2O$$

Bilanciare la seguente reazione redox:

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH + MnO_4^{-2} \rightarrow CH_3\text{-}CHO + MnO_2 + OH^-$$

$MnO_4^{-2} + 4H^+ + 2e^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$

$CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH \rightarrow CH_3\text{-}CHO + 2H^+ + 2e^-$

} semireazioni

1 | $MnO_4^{-2} + 4H^+ + 2e^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$ (ossidante)

1 | $CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH \rightarrow CH_3\text{-}CHO + 2H^+ + 2e^-$ (riducente)

$$MnO_4^{-2} + CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH + 4H^+ + 2e^- \rightarrow MnO_2 + CH_3\text{-}CHO + 2H_2O + 2H^+ + 2e^-$$

$$MnO_4^{-2} + CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH + 2H^+ \rightarrow MnO_2 + CH_3\text{-}CHO + 2H_2O$$

$$MnO_4^{-2} + CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH + 2H^+ + 2OH^- \rightarrow MnO_2 + CH_3\text{-}CHO + 2H_2O + 2OH^-$$

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH + MnO_4^{-2} + 2H_2O \rightarrow MnO_2 + CH_3\text{-}CHO + 2H_2O + 2OH^-$$

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH + MnO_4^{-2} \rightarrow CH_3\text{-}CHO + MnO_2 + 2OH^-$$

Bilanciare la seguente reazione redox:

$$NO_3^- + H_2S \leftrightarrows NO + S$$

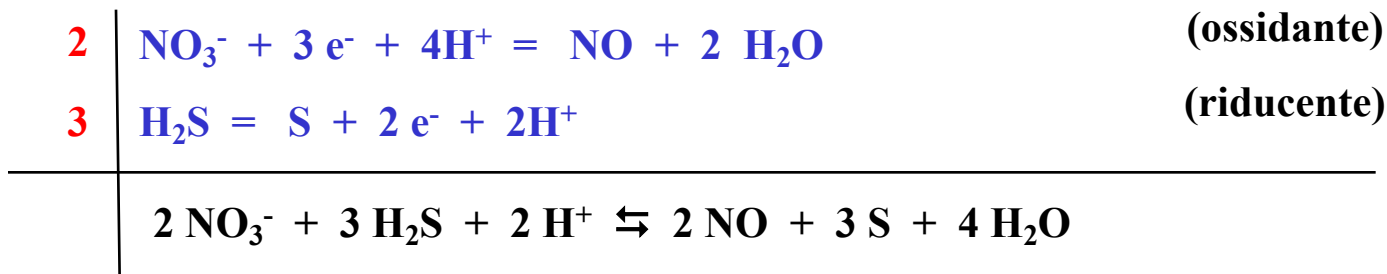
$$NO_3^- + 3\,e^- + 4H^+ = NO + 2\,H_2O \qquad E° = 0.957\ V$$

$$S + 2\,e^- + 2H^+ = H_2S \qquad E° = 0.142\ V$$

Maggiore è il valore di E_o maggiore è la capacità a ridursi

$$2 \quad | \quad NO_3^- + 3\,e^- + 4H^+ = NO + 2\,H_2O \qquad \text{(ossidante)}$$

$$3 \quad | \quad H_2S = S + 2\,e^- + 2H^+ \qquad \text{(riducente)}$$

$$2\,NO_3^- + 3\,H_2S + 2\,H^+ \leftrightarrows 2\,NO + 3\,S + 4\,H_2O$$

Bilanciare la reazione redox tra FeS e HNO_3:

$$FeS + HNO_3 = Fe(NO_3)_3 + S + NO$$

$$Fe^{2+} = Fe^{3+} + e^-$$

$$S^{2-} = S + 2\,e^-$$

$$NO_3^- + 3\,e^- + 4H^+ = NO + 2\,H_2O$$

$$NO_3^- + 3\,e^- + 4H^+ = NO + 2\,H_2O \qquad \text{(ossidante)}$$

$$FeS = Fe^{3+} + S + 3\,e^- \qquad \text{(riducente)}$$

$$NO_3^- + FeS + 4\,H^+ \leftrightarrows Fe^{3+} + S + NO + 2\,H_2O$$

$$4\,HNO_3 + FeS \leftrightarrows Fe(NO_3)_3 + S + NO + 2\,H_2O$$

Maggiore è il valore di E_o maggiore è la capacità a ridursi.

Potenziali standard di semielementi (25 °C) riferiti all'elettrodo standard di idrogeno

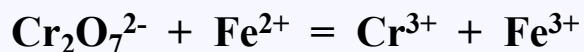
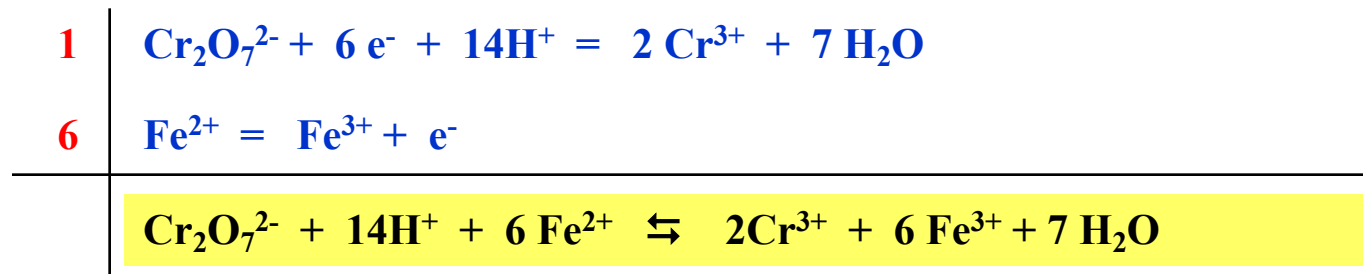
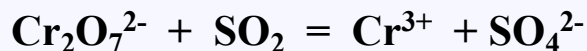
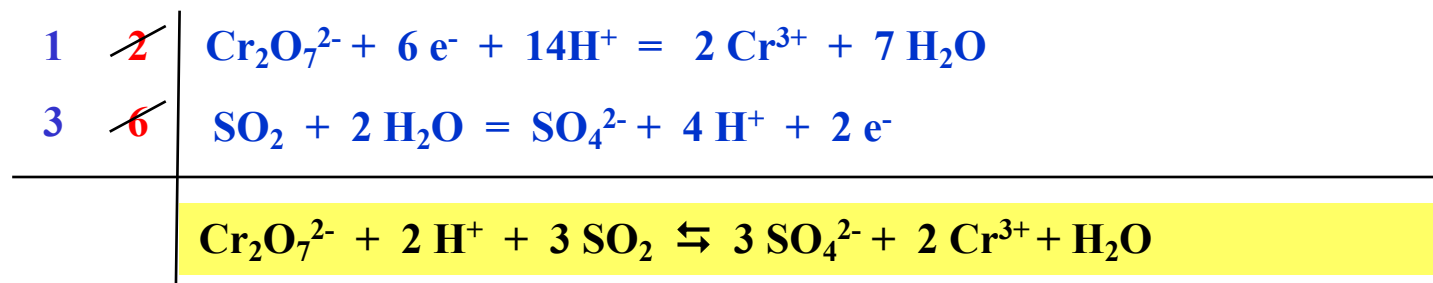
Semireazione	E_0 (V)	Semireazione	E_0 (V)
$Li^+ + e \rightleftarrows Li$	−3,045	$S_4O_6^{2-} + 2e \rightleftarrows 2S_2O_3^{2-}$	0,08
$K^+ + e \rightleftarrows K$	−2,924	$S + 2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows H_2S + 2H_2O$	0,14
$Ca^{2+} + 2e \rightleftarrows Ca$	−2,76	$Sn^{4+} + 2e \rightleftarrows Sn^{2+}$ (HCl 1F)	0,151
$Na^+ + e \rightleftarrows Na$	−2,7109	$Cu^{+2} + e \rightleftarrows Cu^+$	0,158
$Mg^{2+} + 2e \rightleftarrows Mg$	−2,375	$Hg_2Cl_2 + 2e \rightleftarrows 2Hg + 2Cl^-$	0,2682
$H_3O^+ + e \rightleftarrows H_2O + H$	−2,10	$Cu^{2+} + 2e \rightleftarrows Cu$	0,337
$Al^{3+} + 3e \rightleftarrows Al$	−1,71	$O_2 + 2H_2O + 4e \rightleftarrows 4OH^-$	0,401
$Ti^{2+} + 2e \rightleftarrows Ti$	−1,63	$Cu^+ + e \rightleftarrows Cu$	0,521
$ZnO_2^{2-} + 2H_2O + 2e \rightleftarrows Zn + 4OH^-$	−1,22	$I_2 + 2e \rightleftarrows 2I^-$	0,535
$Mn^{2+} + 2e \rightleftarrows Mn$	−1,18	$O_2 + 2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows H_2O_2 + 2H_2O$	0,682
$Cr^{2+} + 2e \rightleftarrows Cr$	−0,913	$Fe^{3+} + e \rightleftarrows Fe^{2+}$	0,771
$2H_2O + 2e \rightleftarrows H_2 + 2OH^-$	−0,8277	$Hg_2^{2+} + 2e \rightleftarrows 2Hg$	0,7961
$Zn^{2+} + 2e \rightleftarrows Zn$	−0,7628	$Ag^+ + e \rightleftarrows Ag$	0,7996
$Cr^{3+} + 3e \rightleftarrows Cr$	−0,744	$2NO_3^- + 4H_3O^+ + 2e \rightleftarrows N_2O_4 + 6H_2O$	0,80
$Te + 2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows H_2Te + 2H_2O$	−0,72	$NO_3^- + 3H_3O^+ + 2e \rightleftarrows HNO_2 + 4H_2O$	0,94
$As + 3H_3O^+ + 3e \rightleftarrows AsH_3 + 3H_2O$	−0,60	$NO_3^- + 4H_3O^+ + 3e \rightleftarrows NO + 6H_2O$	0,96
$H_3PO_2 + H_3O^+ + e \rightleftarrows P + 3H_2O$	−0,51	$Br_2 + 2e \rightleftarrows 2Br^-$	1,065
$Fe^{2+} + 2e \rightleftarrows Fe$	−0,409	$Pt^{2+} + 2e \rightleftarrows Pt$	1,2
$Cr^{3+} + e \rightleftarrows Cr^{2+}$	−0,407	$MnO_2 + 4H_3O^+ + 2e \rightleftarrows Mn^{2+} + 6H_2O$	1,21
$Cd^{2+} + e \rightleftarrows Cd$	−0,4026	$O_2 + 4H_3O^+ + 4e \rightleftarrows 6H_2O$	1,229
$Se + 2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows H_2Se + 2H_2O$	−0,40	$Cr_2O_7^{2-} + 14H_3O^+ + 6e \rightleftarrows 2Cr^{3+} + 21H_2O$	1,33
$Tl^+ + e \rightleftarrows Tl$	−0,3363	$Cl_2 + 2e \rightleftarrows 2Cl^-$	1,356
$Co^{2+} + 2e \rightleftarrows Co$	−0,277	$ClO_3^- + 6H_3O^+ + 6e \rightleftarrows Cl^- + 9H_2O$	1,45
$Ni^{2+} + 2e \rightleftarrows Ni$	−0,230	$PbO_2 + 4H_3O^+ + 2e \rightleftarrows Pb^{2+} + 6H_2O$	1,455
$N_2 + 5H_3O^+ + 4e \rightleftarrows N_2H_5^+ + 5H_2O$	−0,23	$MnO_4^- + 8H_3O^+ + 5e \rightleftarrows Mn^{2+} + 12H_2O$	1,50
$Sn^{2+} + 2e \rightleftarrows Sn$	−0,1364	$HClO + H_3O^+ + e \rightleftarrows \frac{1}{2}Cl_2 + 2H_2O$	1,63
$Pb^{2+} + 2e \rightleftarrows Pb$	−0,1263	$H_2O_2 + 2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows 4H_2O$	1,776
$2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows H_2 + 2H_2O$	0,000	$Co^{3+} + e \rightleftarrows Co^{2+}$ (HNO_3 3F)	1,842
$NO_3^- + H_2O + 2e \rightleftarrows NO_2^- + 2OH^-$	0,01	$F_2 + 2e \rightleftarrows 2F^-$	2,87

Riduzione del bicromato con sali ferrosi:

$Cr_2O_7^{2-} + Fe^{2+} = Cr^{3+} + Fe^{3+}$

$Fe^{3+} + e^- = Fe^{2+}$ $\qquad$ $E° = 0.77\ V$

$Cr_2O_7^{2-} + 6\ e^- + 14H^+ = 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$ $\qquad$ $E° = 1{,}33\ V$

1	$Cr_2O_7^{2-} + 6\ e^- + 14H^+ = 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$
6	$Fe^{2+} = Fe^{3+} + e^-$
	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\ Fe^{2+} \leftrightarrows 2Cr^{3+} + 6\ Fe^{3+} + 7\ H_2O$

Riduzione del bicromato con anidride solforosa:

$Cr_2O_7^{2-} + SO_2 = Cr^{3+} + SO_4^{2-}$

$SO_4^{2-} + 2e^- = SO_2$ $\qquad$ $E° = 0{,}17\ V$

$Cr_2O_7^{2-} + 6\ e^- + 14H^+ = 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$ $\qquad$ $E° = 1{,}33\ V$

1	~~2~~	$Cr_2O_7^{2-} + 6\ e^- + 14H^+ = 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$
3	~~6~~	$SO_2 + 2\ H_2O = SO_4^{2-} + 4\ H^+ + 2\ e^-$
		$Cr_2O_7^{2-} + 2\ H^+ + 3\ SO_2 \leftrightarrows 3\ SO_4^{2-} + 2\ Cr^{3+} + H_2O$

Maggiore è il valore di E_0 maggiore è la capacità a ridursi.

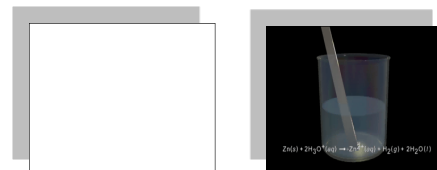
Potenziali standard di semielementi (25 °C) riferiti all'elettrodo standard di idrogeno

Semireazione	E_0 (V)	Semireazione	E_0 (V)
$Li^+ + e \rightleftarrows Li$	−3,045	$S_4O_6^{2-} + 2e \rightleftarrows 2S_2O_3^{2-}$	0,08
$K^+ + e \rightleftarrows K$	−2,924	$S + 2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows H_2S + 2H_2O$	0,14
$Ca^{2+} + 2e \rightleftarrows Ca$	−2,76	$Sn^{4+} + 2e \rightleftarrows Sn^{2+}$ (HCl 1F)	0,151
$Na^+ + e \rightleftarrows Na$	−2,7109	$Cu^{+2} + e \rightleftarrows Cu^+$	0,158
$Mg^{2+} + 2e \rightleftarrows Mg$	−2,375	$Hg_2Cl_2 + 2e \rightleftarrows 2Hg + 2Cl^-$	0,2682
$H_3O^+ + e \rightleftarrows H_2O + H$	−2,10	$Cu^{2+} + 2e \rightleftarrows Cu$	0,337
$Al^{3+} + 3e \rightleftarrows Al$	−1,71	$O_2 + 2H_2O + 4e \rightleftarrows 4OH^-$	0,401
$Ti^{2+} + 2e \rightleftarrows Ti$	−1,63	$Cu^+ + e \rightleftarrows Cu$	0,521
$ZnO_2^{2-} + 2H_2O + 2e \rightleftarrows Zn + 4OH^-$	−1,22	$I_2 + 2e \rightleftarrows 2I^-$	0,535
$Mn^{2+} + 2e \rightleftarrows Mn$	−1,18	$O_2 + 2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows H_2O_2 + 2H_2O$	0,682
$Cr^{2+} + 2e \rightleftarrows Cr$	−0,913	$Fe^{3+} + e \rightleftarrows Fe^{2+}$	0,771
$2H_2O + 2e \rightleftarrows H_2 + 2OH^-$	−0,8277	$Hg_2^{2+} + 2e \rightleftarrows 2Hg$	0,7961
$Zn^{2+} + 2e \rightleftarrows Zn$	−0,7628	$Ag^+ + e \rightleftarrows Ag$	0,7996
$Cr^{3+} + 3e \rightleftarrows Cr$	−0,744	$2NO_3^- + 4H_3O^+ + 2e \rightleftarrows N_2O_4 + 6H_2O$	0,80
$Te + 2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows H_2Te + 2H_2O$	−0,72	$NO_3^- + 3H_3O^+ + 2e \rightleftarrows HNO_2 + 4H_2O$	0,94
$As + 3H_3O^+ + 3e \rightleftarrows AsH_3 + 3H_2O$	−0,60	$NO_3^- + 4H_3O^+ + 3e \rightleftarrows NO + 6H_2O$	0,96
$H_3PO_2 + H_3O^+ + e \rightleftarrows P + 3H_2O$	−0,51	$Br_2 + 2e \rightleftarrows 2Br^-$	1,065
$Fe^{2+} + 2e \rightleftarrows Fe$	−0,409	$Pt^{2+} + 2e \rightleftarrows Pt$	1,2
$Cr^{3+} + e \rightleftarrows Cr^{2+}$	−0,407	$MnO_2 + 4H_3O^+ + 2e \rightleftarrows Mn^{2+} + 6H_2O$	1,21
$Cd^{2+} + e \rightleftarrows Cd$	−0,4026	$O_2 + 4H_3O^+ + 4e \rightleftarrows 6H_2O$	1,229
$Se + 2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows H_2Se + 2H_2O$	−0,40	$Cr_2O_7^{2-} + 14H_3O^+ + 6e \rightleftarrows 2Cr^{3+} + 21H_2O$	1,33
$Tl^+ + e \rightleftarrows Tl$	−0,3363	$Cl_2 + 2e \rightleftarrows 2Cl^-$	1,356
$Co^{2+} + 2e \rightleftarrows Co$	−0,277	$ClO_3^- + 6H_3O^+ + 6e \rightleftarrows Cl^- + 9H_2O$	1,45
$Ni^{2+} + 2e \rightleftarrows Ni$	−0,230	$PbO_2 + 4H_3O^+ + 2e \rightleftarrows Pb^{2+} + 6H_2O$	1,455
$N_2 + 5H_3O^+ + 4e \rightleftarrows N_2H_5^+ + 5H_2O$	−0,23	$MnO_4^- + 8H_3O^+ + 5e \rightleftarrows Mn^{2+} + 12H_2O$	1,50
$Sn^{2+} + 2e \rightleftarrows Sn$	−0,1364	$HClO + H_3O^+ + e \rightleftarrows \frac{1}{2}Cl_2 + 2H_2O$	1,63
$Pb^{2+} + 2e \rightleftarrows Pb$	−0,1263	$H_2O_2 + 2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows 4H_2O$	1,776
$2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows H_2 + 2H_2O$	0,000	$Co^{3+} + e \rightleftarrows Co^{2+}$ (HNO_3 3F)	1,842
$NO_3^- + H_2O + 2e \rightleftarrows NO_2^- + 2OH^-$	0,01	$F_2 + 2e \rightleftarrows 2F^-$	2,87

Il carattere ossidante o riducente di una sostanza è condizionato dal partner della reazione.

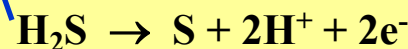
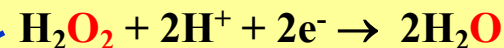
Potenziali standard di semielementi (25 °C) riferiti all'elettrodo standard di idrogeno

Semireazione	E_0 (V)	Semireazione	E_0 (V)
$Li^+ + e \rightleftarrows Li$	−3,045	$S_4O_6^{2-} + 2e \rightleftarrows 2S_2O_3^{2-}$	0,08
$K^+ + e \rightleftarrows K$	−2,924	$S + 2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows H_2S + 2H_2O$	0,14
$Ca^{2+} + 2e \rightleftarrows Ca$	−2,76	$Sn^{4+} + 2e \rightleftarrows Sn^{2+}$ (HCl 1F)	0,151
$Na^+ + e \rightleftarrows Na$	−2,7109	$Cu^{+2} + e \rightleftarrows Cu^+$	0,158
$Mg^{2+} + 2e \rightleftarrows Mg$	−2,375	$Hg_2Cl_2 + 2e \rightleftarrows 2Hg + 2Cl^-$	0,2682
$H_3O^+ + e \rightleftarrows H_2O + H$	−2,10	$Cu^{2+} + 2e \rightleftarrows Cu$	0,337
$Al^{3+} + 3e \rightleftarrows Al$	−1,71	$O_2 + 2H_2O + 4e \rightleftarrows 4OH^-$	0,401
$Ti^{2+} + 2e \rightleftarrows Ti$	−1,63	$Cu^+ + e \rightleftarrows Cu$	0,521
$ZnO_2^{2-} + 2H_2O + 2e \rightleftarrows Zn + 4OH^-$	−1,22	$I_2 + 2e \rightleftarrows 2I^-$	0,535
$Mn^{2+} + 2e \rightleftarrows Mn$	−1,18	$O_2 + 2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows H_2O_2 + 2H_2O$	0,682
$Cr^{2+} + 2e \rightleftarrows Cr$	−0,913	$Fe^{3+} + e \rightleftarrows Fe^{2+}$	0,771
$2H_2O + 2e \rightleftarrows H_2 + 2OH^-$	−0,8277	$Hg_2^{2+} + 2e \rightleftarrows 2Hg$	0,7961
$Zn^{2+} + 2e \rightleftarrows Zn$	−0,7628	$Ag^+ + e \rightleftarrows Ag$	0,7996
$Cr^{3+} + 3e \rightleftarrows Cr$	−0,744	$2NO_3^- + 4H_3O^+ + 2e \rightleftarrows N_2O_4 + 6H_2O$	0,80
$Te + 2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows H_2Te + 2H_2O$	−0,72	$NO_3^- + 3H_3O^+ + 2e \rightleftarrows HNO_2 + 4H_2O$	0,94
$As + 3H_3O^+ + 3e \rightleftarrows AsH_3 + 3H_2O$	−0,60	$NO_3^- + 4H_3O^+ + 3e \rightleftarrows NO + 6H_2O$	0,96
$H_3PO_2 + H_3O^+ + e \rightleftarrows P + 3H_2O$	−0,51	$Br_2 + 2e \rightleftarrows 2Br^-$	1,065
$Fe^{2+} + 2e \rightleftarrows Fe$	−0,409	$Pt^{2+} + 2e \rightleftarrows Pt$	1,2
$Cr^{3+} + e \rightleftarrows Cr^{2+}$	−0,407	$MnO_2 + 4H_3O^+ + 2e \rightleftarrows Mn^{2+} + 6H_2O$	1,21
$Cd^{2+} + e \rightleftarrows Cd$	−0,4026	$O_2 + 4H_3O^+ + 4e \rightleftarrows 6H_2O$	1,229
$Se + 2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows H_2Se + 2H_2O$	−0,40	$Cr_2O_7^{2-} + 14H_3O^+ + 6e \rightleftarrows 2Cr^{3+} + 21H_2O$	1,33
$Tl^+ + e \rightleftarrows Tl$	−0,3363	$Cl_2 + 2e \rightleftarrows 2Cl^-$	1,356
$Co^{2+} + 2e \rightleftarrows Co$	−0,277	$ClO_3^- + 6H_3O^+ + 6e \rightleftarrows Cl^- + 9H_2O$	1,45
$Ni^{2+} + 2e \rightleftarrows Ni$	−0,230	$PbO_2 + 4H_3O^+ + 2e \rightleftarrows Pb^{2+} + 6H_2O$	1,455
$N_2 + 5H_3O^+ + 4e \rightleftarrows N_2H_5^+ + 5H_2O$	−0,23	$MnO_4^- + 8H_3O^+ + 5e \rightleftarrows Mn^{2+} + 12H_2O$	1,50
$Sn^{2+} + 2e \rightleftarrows Sn$	−0,1364	$HClO + H_3O^+ + e \rightleftarrows \frac{1}{2}Cl_2 + 2H_2O$	1,63
$Pb^{2+} + 2e \rightleftarrows Pb$	−0,1263	$H_2O_2 + 2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows 4H_2O$	1,776
$2H_3O^+ + 2e \rightleftarrows H_2 + 2H_2O$	0,000	$Co^{3+} + e \rightleftarrows Co^{2+}$ (HNO_3 3F)	1,842
$NO_3^- + H_2O + 2e \rightleftarrows NO_2^- + 2OH^-$	0,01	$F_2 + 2e \rightleftarrows 2F^-$	2,87

Esiste una scala delle specie chimiche ordinate secondo il loro potere ossidante

Ad esempio, l'acqua ossigenata può:

a) ossidare un solfuro a zolfo:

$$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow 2H_2O$$

$$H_2S \rightarrow S + 2H^+ + 2e^-$$

b) ridurre il permanganato a sale di Mn^{2+}:

$$H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2H^+ + 2e^-$$

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

Maggiore è il valore di E_o maggiore è la capacità a ridursi.